

ملاحظات باب الإيزان

□ الإيزان الكيميائي

* الفرق بين الإيزان الفيزيائي والكيميائي ؟

الإيزان الفيزيائي ← (الإيزان الديناميكي)

في الغالب يبقى مادة واحدة بتحول مسالة فيزيائية لحالة ثانية بنفس المعدل

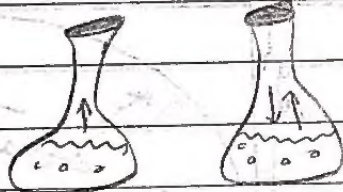
نفس المادة ولكن بحالة أخرى \rightleftharpoons مادة لها حالة فيزيائية
 ومعدلاتها \rightleftharpoons ماء (سائل) \rightleftharpoons بخار ماء



في تسمى المواد

الإيزان الكيميائي ←

في الغالب عبارة عن توازن ما بين متفاعلات ونواتج والناتج مفهوش راسب أو غاز
 يخرج خارج حيز التفاعل.

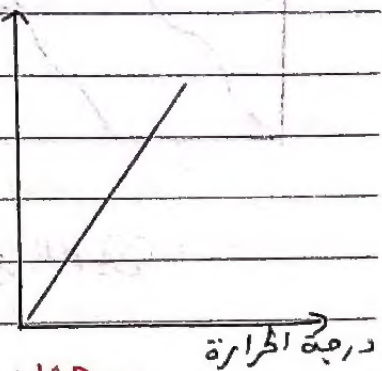
نواتج \rightleftharpoons متفاعلات* ملاحظات (هامة) على معادلة ماء (سائل) \rightleftharpoons بخار ماء

(أ) في بداية التجربة تكون عملية التبخير السريعة

وبمرورها زيا نقص الضغط البخاري واللي يزيد بدوره

مع زيادة درجة الحرارة ويزداد حركة الجزيئات

الضغط البخاري



(ب) تستمر عملية التبخير حتى يتبع الهواء تماماً ببخار الماء

ويسمى ضغط بخار الماء المشبع وعند هذه اللحظة يبدأ مستوى

الماء في الأنبوت حيث بعدها بلحظاته يتساوى معدل التبخير مع

معدل التكثيف ويبدو النظام ساكناً على المستوى المرئي

ومع هذا ينتج التكاثف

□ عملية التبخير تحدث أولاً وتزداد بمعدل كبير ثم تثبت وبعد ذلك تبدأ عملية التكثيف وتزداد

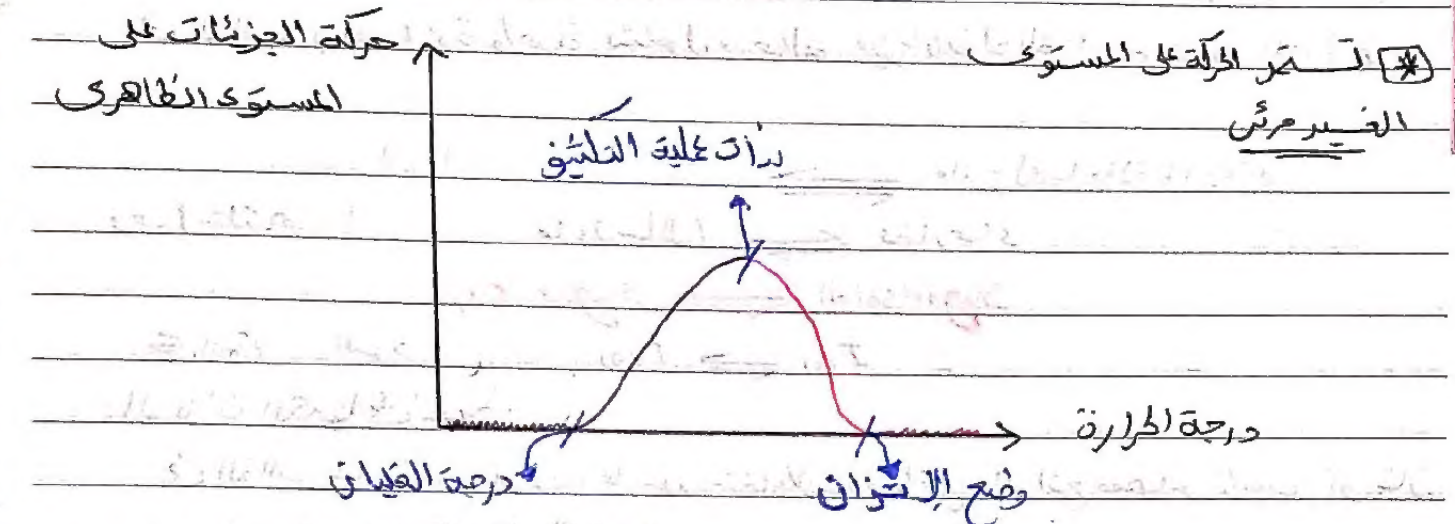
حتى تتساوى مع عملية التبخير (لهم شكل بياني)

□ مع حدوث الضغط البخاري يقل مستوى الماء بين الضغط بخار الماء المشبع

وبدأ مستوى الماء في الأنبوت

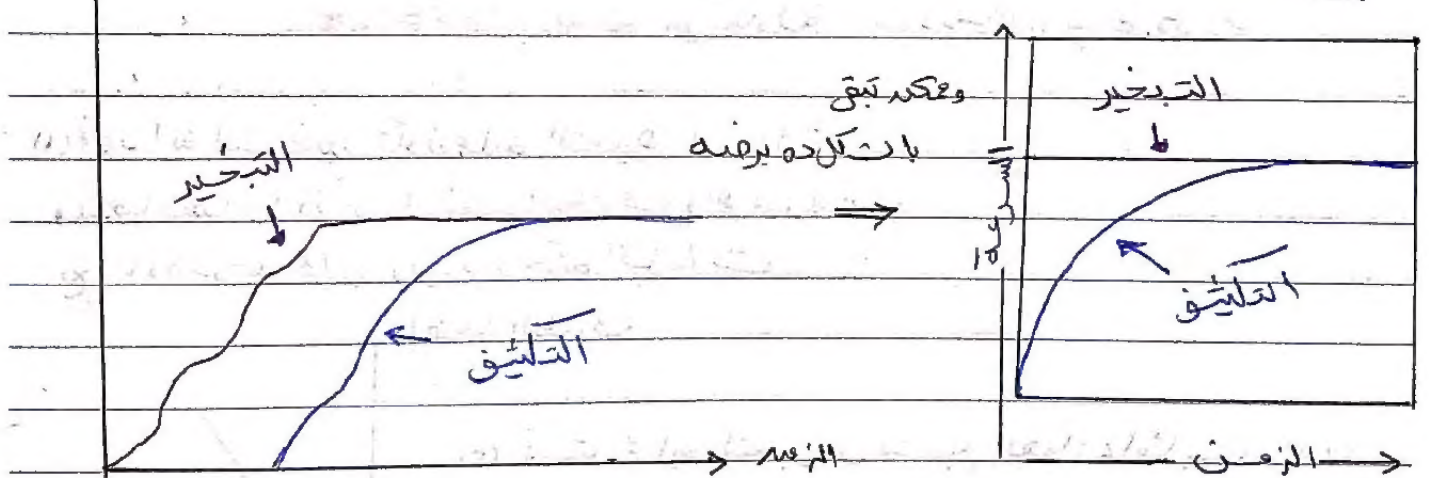
اندلسية

[٢] على المستوى الظاهري فإن جزيئات الماء تبدأ في الحركة مع تحول الماء إلى بخار (عندما يصل إلى درجة الغليان) ومع زيادة درجة الحرارة تزداد الحركة ظاهرياً ثم تقل حتى تتوقف الجزيئات عند الحركة ظاهرياً عند حدوث الاتزان وتظل كذلك عالم بتغير درجة الحرارة.



المعدل/السرعة

لاحظ



دلتوا عمرو الصيف

* ملاحظات على الضغط البخاري *

[١] متى يبدأ السائل في الغليان؟

[P] إذا كان النظام مفتوحاً

يبدأ السائل في الغليان عندما ياتي اوى ضغط بخار السائل مع الضغط الجوي

[K] إذا كان النظام مغلقاً

يبدأ السائل في الغليان عندما يصبح ضغط بخار السائل مساوياً للضغط المحيط به داخل

الخير المغلق

اندلسية

لاحظ الضغط البخاري ←

هو ضغط النظام الخارج للمحيط بالعائل سواء كان النظام هو العنصر المتعلق للمحيط بالعائل أو كان النظام هو الهواء الجوي.

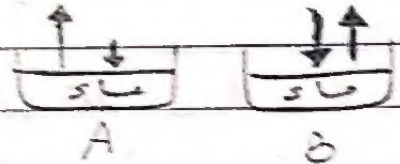
العوامل المؤثرة على الضغط البخاري *

تغير درجة الحرارة تغير حجم الوعاء زيادة أو نقصاً

أمثلة تطبيقية ← اختاروا هو صديق في الجمل الآتية :-

11

أ و B في حالة اتزان
 لم A عند حدوث اتزان و B عند بداية التسخين
 أ و B في بداية التسخين عند حدوث اتزان
 لم A و B يمثلان في بداية التسخين



12

أ درجة الحرارة متساوية عند A و B
 أ درجة الحرارة عند A = 100°C ، وعند B = 10°C
 أ درجة الحرارة عند A = 10°C ، وعند B = 100°C



لاحظ كلما ارتفعنا إلى أعلى يقل الضغط الجوي لنقص طول عمود الهواء
 له إذا كان الضغط الخارج منخفض (رقة جبل) فإن درجة غليان السائل ستكون منخفضة عن الدرجة الطبيعية.

تطبيق حياتي :-

طهي الطعام على قمم الجبال يأخذ وقتاً أطول عند سفح الجبال لأن درجة غليان الماء عند قمة الجبال أقل ويصبح منخفضة تتراوح بين 70°C - 72°C مما يبطئ من سرعة نضج الطعام.

لاحظ

إذا كان النظام مغلقاً وليس مقلداً لا يمكن أن يحدث اتزان لأن جزيئات الهواء تتبدد جزيئات بخار السائل بعيداً إلى الوسط المحيط فتصبح عملية التبخر والتكثف المتعكس غير متوازنة حيث يحدث التبخر في الإناء والتكثف في الوسط المحيط
 في فتحة عمليّة التبخر (نسبة) حتى النهاية السائل داخل الإناء.

* أنواع التفاعلات الكيميائية *

التفاعلات التامة ← غير الإزعاكسية ← المتكافئة

← في النوع ده من التفاعلات المتفاعلات كلها تقريباً بتتفاعل وقد ينال النواتج بعض انتاد لو تق في حميز التفاعل معنداش ولا النواتج
 ← تفاعلات متكافئة وينسدل على إنتها، ها ينتج تركيز المراسب أو الماز الل
 خرج مع حميز التفاعل والل بييقوا موجودين معظم التفاعلات التامة.

* مع أمثلته :

← تفاعل كلوريد الصوديوم مع نترات الفضة (تفاعلات الترسيب)



← إذلال نترات النحاس بالحرارة



لاحظ ← تفاعل التبادل بين الأحمض القوية والقواعد القوية تعتبر تفاعلات تفاعل تامة.

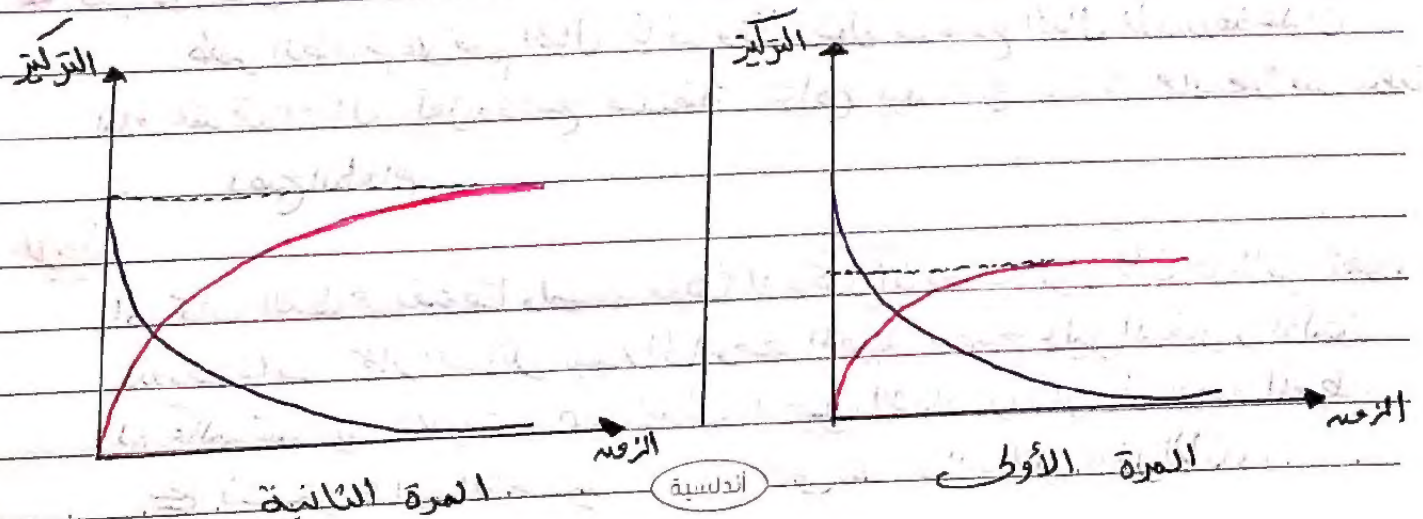
← لا تتأثر التفاعلات التامة بزيادة تركيز النواتج المتفاعلات على عكس التفاعلات الإزعاكسية.

في التفاعلات التامة قد لا تستهلك جميع المتفاعلات ويكون ذلك بسبب عدم خلط المتفاعلات بكميات مناسبة.

سؤال فترته عالية ← ٢ / محمد جابر



قام أحد الطلاب بإجراء التجربة السابقة مرتين وفصل العلاقة بين التركيز والسرعة من خلال ملاحظة التجربة في كل مرة المرتين كالآتي :-



ملاحظات على التفاعل السابق :-

1] حمض الكبريتيك المركز H_2SO_4 من أفضل المواد الفازعة للماء وعند دخوله على تفاعل الأسترة ينزع الماء ويصبح مخففاً وفي هذه الحالة يصبح التفاعل تام (حيث يمنع من السير في الاتجاه العكسي) وعند انتهاء كمية حمض الكبريتيك المركز يتوقف التفاعل مرة أخرى ويزول تأثير الحمض بالتفاعل الأسترة عباره عن :-

لاحظ

في حالة إضافة حمض الكبريتيك في أي تفاعل آخر غير الأسترة فإنه يتأيد تمامًا في الماء إلى $2H^+ + SO_4^{2-}$ فبما أن يزيد تركيز H^+ أو H_3O^+ أو أن يزيد تركيز SO_4^{2-}

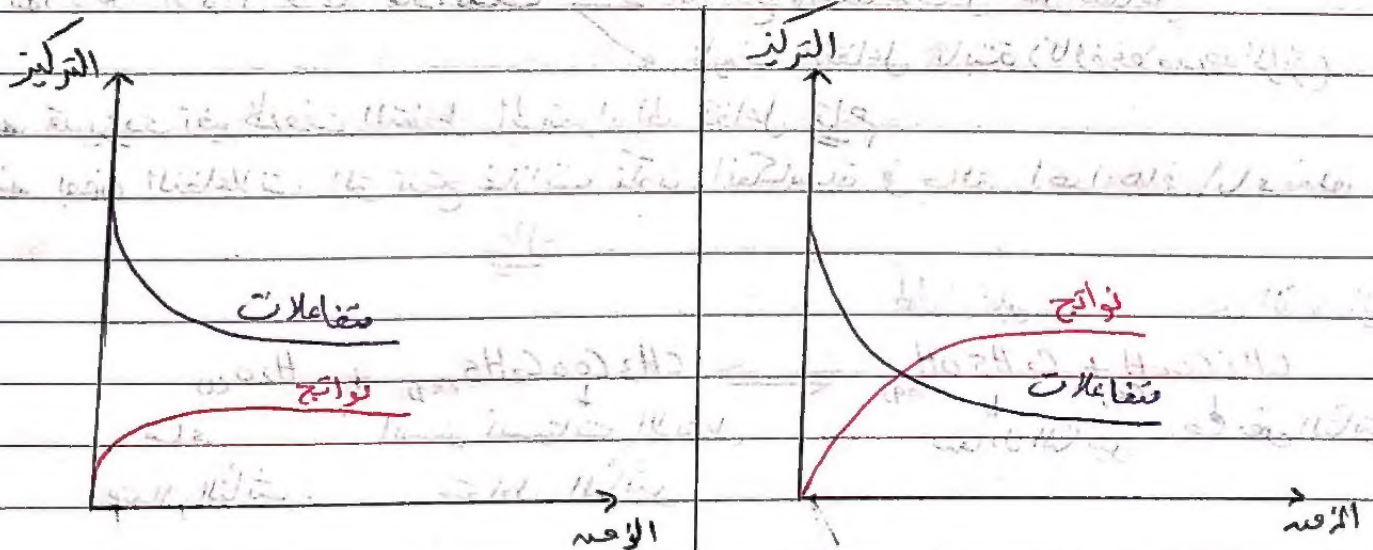
على حسب المعادلة

مثال

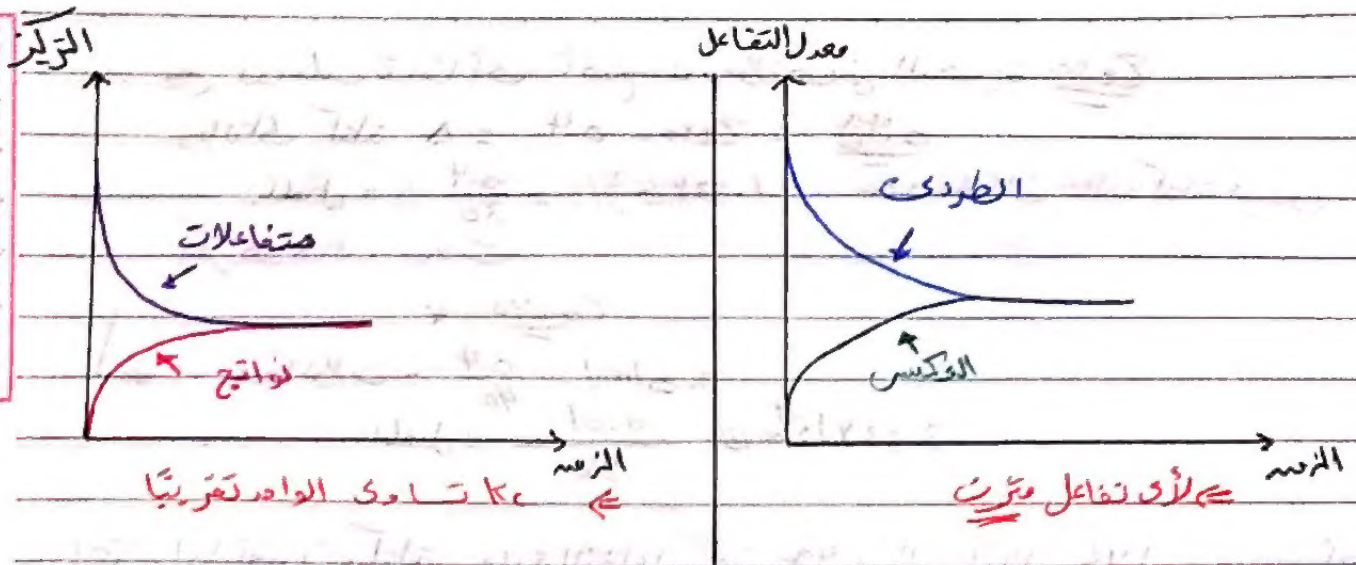
ما أثر إضافة حمض الكبريتيك الى التفاعل التالي :-



يحل على زيادة تركيز أيون الهيدروجين $[H^+]$ وبالتالي ينشط التفاعل في الاتجاه العكس فتقل كمية تركيز الأسترات

الشكل البياني للتفاعلات الإثباتية

في الاتجاه العكس فهو الطرد في الاتجاه العكس



* ملاحظات معدل التفاعل

يمكن التعبير عن معدل التفاعل بـ ٣ عاروف و ٣ وحدات قياس :-
 ١) بالكتلة :-

نقدر تغيره بمعدل النقص في كتلة المتفاعلات خلال الزمن أو معدل الزيادة في كتلة النواتج خلال الزمن \leftarrow معدل التفاعل = $\frac{\Delta \text{كتلة}}{\Delta t}$ وهذا يقاس بـ **915**

٢) بالمولات :-

نقدر تغيره بمعدل النقص في عدد مولات المتفاعلات خلال الزمن أو معدل الزيادة في عدد مولات النواتج خلال الزمن \leftarrow معدل التفاعل = $\frac{\Delta \text{مولات}}{\Delta t}$ وهذا يقاس بـ **mol/s**

٣) بالتركيز :-

نقدر تغيره بمعدل النقص في تركيز المتفاعلات أو الزيادة في تركيز النواتج خلال الزمن \leftarrow معدل التفاعل = $\frac{\Delta [\text{متفاعلات}]}{\Delta t} = \frac{\Delta [\text{نواتج}]}{\Delta t}$ وهذا يقاس بـ :-
 $\text{Molar / s} = \text{mol / L.s} = \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

تطبيق

في ظل ذلك قبل ما نحل حدد هو عايز أنهن قانون فيهم

١) احسب معدل التفاعل بوحدة مول / ثانية لـ ٥.٩٩ م الكالسيوم تفاعل

تماماً مع حمض الهيدروكلوريك المخفف في زمن قدره 30s تبعاً للتفاعل :-



← تفاعلت تمامًا أي أصبح عدد مولاتها في النهاية 0.25 مولات

$$\text{وبالتالي كتلة } \Delta = 0.4 - 0.25 = 0.15 \text{ g}$$

المعدل = $\frac{0.4}{30} = 1.33 \times 10^{-3} \text{ g/s}$ ← كده لو كان طالب كتلة يس

ركز هو طالب مولات

$$C_0 = 40 \times$$

$$\text{عدد المولات} = \frac{0.4}{40} = 0.01 \text{ mol}$$

$$\text{المعدل} = \frac{0.01}{30} = 3.33 \times 10^{-4} \text{ mol/s}$$

13 إذا تغيرت كتلة مادة التفاعل من 0.4g إلى 15.4g خلال دقيقة أجب عن الأسئلة التالية:

1 هذه المادة المذكورة متفاعلة أم ناتجة:

← المادة ناتجة لأن كتلتها زادت بمرور الزمن

2 احسب معدل التفاعل بوحدة g/s

$$\text{لـ معدل التفاعل} = \frac{15.4 - 0.4}{60} = 0.25 \text{ g/s}$$

14 إذا كان معدل التفاعل يس $r = k(X)^2(Y)^3$ يعبر عنه بالعلاقة

عندما يحدث معدل التفاعل عندما يزداد تركيز X للضعف ويقل Y للضعف؟
لـ يزداد للضعف لـ يقل كما هو لـ يقل للضعف لـ يقل للربع

* ملاحظات هامة جدًا *

1 القانون ← معدل التفاعل = $\frac{\Delta[\text{المتفاعلات}]}{\Delta t}$ بنماتبة لو كان كل واحد من المتفاعلات

أو النواتج كميته 1 mol أو ليس كذلك ويجب بلك إن تركيز متفاعل معين وميزكر لكش هو معين كل مس تركيز كذا لتركيز كذا في زعمه كذا وميزجل لكش معادلات

لـ أعاني حالة لو جابلك معادلة عدد المولات فيها بيدخلق بدفطر فلي للقوانين التالية:-

$$\text{لـ معدل التفاعل الكيميائي} = \frac{\Delta[\text{متفاعلات}]}{\Delta t} \times \frac{1}{n}$$

$$= \frac{\Delta[\text{نواتج}]}{\Delta t} \times \frac{1}{n}$$

اندلسية

مثال توضيحي

معدل تفاعل (استهلاك) A =

$$\frac{1}{2} \times \frac{-\Delta[A]}{\Delta t}$$

الإشارة السالبة لأن

نقص التركيز مع مرور الزمن

له معدل استهلاك B =

$$\frac{-\Delta[B]}{\Delta t}$$

له معدل إنتاج A_2B =

$$\frac{+\Delta[A_2B]}{\Delta t}$$

سرعة اختفاء A

سرعة اختفاء B

بالمضرب $\times 2$ ←

سرعة تكون A_2B

$$\frac{-\Delta[A]}{\Delta t} \Rightarrow$$

$$\frac{-2\Delta[B]}{\Delta t} \Rightarrow$$

$$\frac{+2\Delta[A_2B]}{\Delta t}$$

← وهذه هنا نقرر نستنتج إن سرعة اختفاء واستهلاك المادة A ضعف

معدل سرعة اختفاء واستهلاك المادة B وكذلك ضعف سرعة تكوين المادة A_2B

وأي ألامر بالضرورة في معدل التفاعل

نطبق



← هذه هنا نقرر نقول إن سرعة تكون C أكبر من سرعة استهلاك A

ثلاثة مرات

← سرعة استهلاك B ضعف سرعة استهلاك A

← في التفاعل التالي :

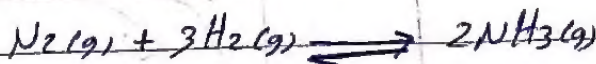


لأنه قياس معدل التفاعل الكيميائي من

← معدل استهلاك Mg أو H_2SO_4 خلال وحدة الزمن

← معدل إنتاج H_2 أو $MgSO_4$ خلال وحدة الزمن

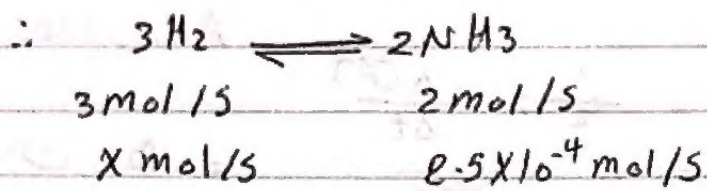
← في التفاعل التالي :



إذا علمت أن معدل تكوين النشادر يساوي $2.5 \times 10^{-4} \text{ mol/l.s}$

فإن معدل استهلاك النشادر يساوي

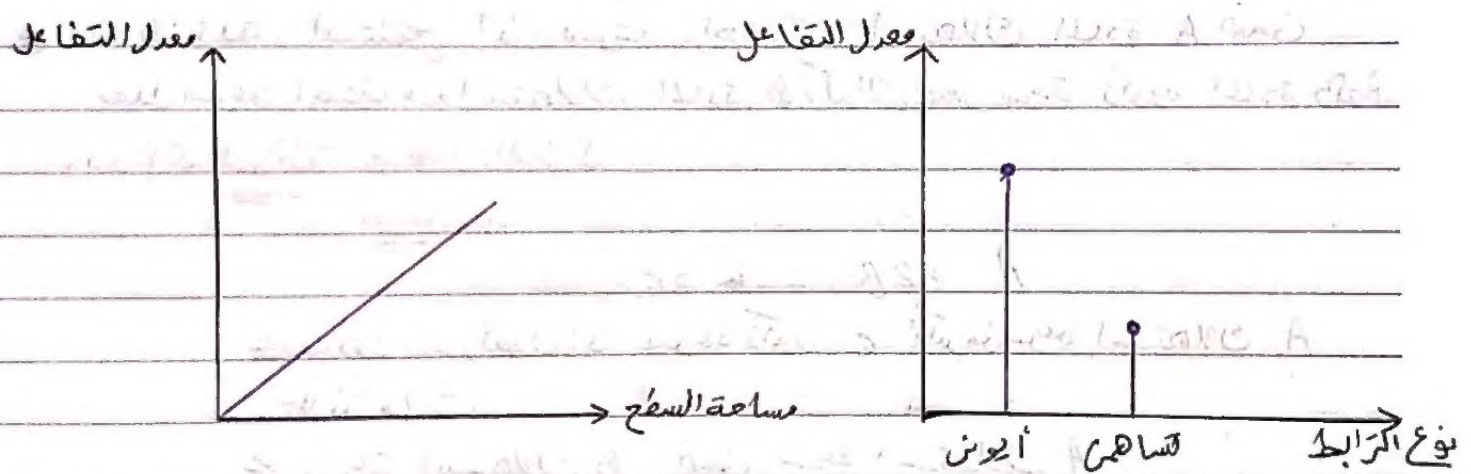
* بفرض أن حجم المحلول 1L
في معدل إنتاج النشادر $2.5 \times 10^{-4} \text{ mol/s}$



$$x = \frac{3 \times 2.5 \times 10^{-4}}{2} = 3.75 \times 10^{-4} \text{ mol/s}$$

لاحظ في معدل استهلاك الهيدروجين يساوي معدل مرة ونصف معدل تكوين النشادر
ويساوي ثلاث أضعاف معدل استهلاك النيتروجين
* العوامل المؤثرة على سرعة التفاعل الكيميائي *

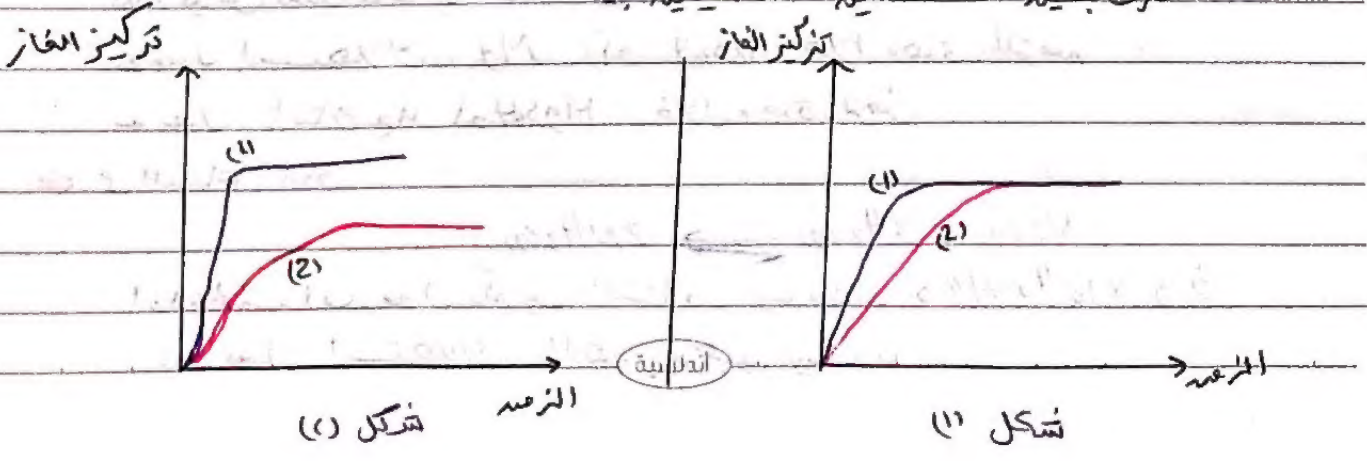
II طبيعة المواد المتفاعلة:



* في التفاعل التالي:



ما الفرق بينه التكملة التالية:



في الشكل (ا)

تم إجراء التفاعل مرتين، في المرة (ا) تم بـ 1 جرام من مسحوق حديد في 100 مل من حمض الهيدروكلوريك، وفي المرة (ب) تم بـ 2 جرام من مسحوق حديد في 100 مل من حمض الهيدروكلوريك.

في الشكل (ب)

تم إجراء التفاعل مرتين، في المرة (ا) تم بـ 1 جرام من مسحوق حديد في 100 مل من حمض الهيدروكلوريك، وفي المرة (ب) تم بـ 2 جرام من مسحوق حديد في 100 مل من حمض الهيدروكلوريك.

كمية أقل على هيئة قطعة من مسحوق حديد.

3) تركيز المتفاعلات =

ملاحظات K_c

$$K_c = \frac{[\text{نواتج}]}{[\text{متفاعلات}]}$$

عند التوازن

لا تتغير K_c مع التراكيز عند الاتزان فقط

قيمة K_c ليس لها وحدة غالباً

4) قيمة K_c تدل على مدى إزاحة التفاعل

5) قيمة ثابت الاتزان ثابتة للتفاعل الواحد وتتغير فقط بتغير درجة الحرارة.

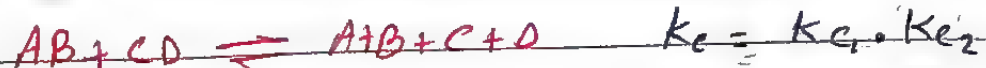
6) عند ضرب المعادلة في معامل نضع قيمة ثابت الاتزان لأيسر يساوي المعامل



7) عند القسمة على معامل نضع قيمة ثابت الاتزان أسفل جذر ماوى للمعامل



8) عند جمع معادلتين فإن K_c الجديدة تساوي حاصل ضرب قيم K_c للمعادلات القديمة



* أمثلة Kc *

II في حالة الاتزان الممثلة بالتفاعل $SbCl_5(g) \rightleftharpoons SbCl_3(g) + Cl_2(g)$ كان خليط الاتزان في دورق سعته 1ل يحوي على 2.48×10^{-20} جزيء $SbCl_5$ و $0.723g$ $SbCl_3$ و 0.00317 مول Cl_2 احسب ثابت الاتزان للتفاعل $(Sb=122, Cl=35.5)$

الحل
 $4.12 \times 10^{-4} M = \text{التركيز} \leftarrow 4.12 \times 10^{-4} \text{ mol} = \frac{2.48 \times 10^{-20}}{6.02 \times 10^{23}} = \text{عدد مولات } SbCl_5$

$3.16 \times 10^{-3} M = \text{التركيز} \leftarrow 3.16 \times 10^{-3} \text{ mol} = \frac{0.723}{122+3 \times 35.5} = \text{عدد مولات } SbCl_3$
 $3.17 \times 10^{-3} M = \text{التركيز} \leftarrow 0.00317 = \text{عدد مولات } Cl_2$

$\therefore K_c = \frac{3.16 \times 10^{-3} \times 3.17 \times 10^{-3}}{4.12 \times 10^{-4}} = 0.024$

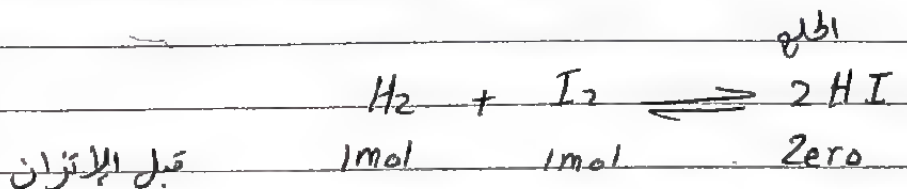
III في التفاعل الآتي $SO_2 + \frac{1}{2} O_2(g) \rightleftharpoons SO_3(g) \quad K_c = 10$ إذا كانت تراكيزات SO_2 ، O_2 ، SO_3 على الترتيب $2M$ ، $2M$ ، $20M$ هل يكون التفاعل في حالة اتزان؟

الحل
 $Q_c = \frac{20}{\sqrt{4 \times 2}} = \frac{20}{4} = 5$

التفاعل غير متوازن لأن $Q_c \neq K_c$

IV خلط مول من الهيدروجين مع مول من اليود عند درجة حرارة معينة احسب ثابت الاتزان لهذا التفاعل عند اتزان.

حجم الخليط 2ل، والكتلة المتبقية من اليود والهيدروجين عند الاتزان 0.2 mol



$0.8 \quad 0.8 \quad \Rightarrow \quad + 2 \times 0.8$

عند الاتزان $0.2 \quad 0.2 \quad \Rightarrow \quad 1.6$
التركيز $0.2M \quad 0.2M \quad 1.6M$

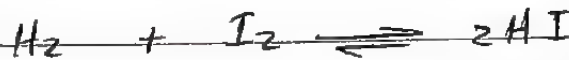
$\therefore K_c = \frac{1.6^2}{0.2 \times 0.2} = 64$

[4] في التفاعل الآتي:-



خلط 0.5 mol من H_2 مع 0.5 mol من I_2 في وعاء حجمه لتر وبدرجة حرارة $430^\circ C$
 وصل التفاعل إلى حالة الاتزان فوجد أن ثابت الاتزان للتفاعل يساوي 5.29.
 اتسبب تركيز المواد التي تشكل مزيج الاتزان

تركيز المحلول = 1 L
 $0.5 \text{ mol/L} = [I_2] = [H_2]$



التركيز قبل	0.5	0.5	0
التغير في التركيز	-X	-X	+2X
التركيز بعد	0.5-X	0.5-X	2X

$$\rightarrow K_c = \frac{[HI]^2}{[I_2] \cdot [H_2]} = \frac{(2X)^2}{(0.5-X)(0.5-X)}$$

$$\therefore 5.29 = \frac{(2X)^2}{(0.5-X)^2} \quad \text{نأخذ جذر الطرفين}$$

$$\therefore 2.3 = \frac{2X}{0.5-X} \quad \therefore 2X = 1.15 - 2.3X$$

$$\therefore X = 0.267$$

$$\therefore [I_2] = [H_2] = 0.5 - 0.267 = 0.233 \text{ mol/L}$$

$$[HI] = 2 \times 0.267 = 0.534 \text{ mol/L}$$

لاحظكصيولات K_c 

عند ضرب المعادلة المتعاكس \times نرفع K_c لأص 2
أي حالة الضرب \times عدد نرفع K_c لأص يساوي العدد



عند القسمة على \div مثلاً فكأننا ضرب $\times \frac{1}{2}$ فإما نقول $\sqrt{K_c}$ أو $K_c^{\frac{1}{2}}$
وكذلك في حالة \div مثلاً كأننا ضرب $\times \frac{1}{3}$ فإما نقول $\sqrt[3]{K_c}$ أو $K_c^{\frac{1}{3}}$ وكذلك



عند قلب المعادلة نقب K_c فتكون $\frac{1}{K_c}$



في حالة جمع المعادلات نضرب K_c في بعضهما



$$K_c = K_1$$



$$K_c = K_2$$

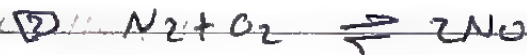


$$K_c = \frac{K_2}{K_1}$$

في حالة الطرح نقسم K_c

تطبيق

أمامك التفاعلات الآتية ثوابت إقترانها K_1, K_2, K_3 على الترتيب :-



فإن قيمة ثابت الإقتران للتفاعل



الآتي

لكن نصل إلى هذا التفاعل حدث الآتي :-

1) نضرب المعادلة $\textcircled{3} \times 3$

2) نطرح 1) لجمع المعادلتين $\textcircled{2}$ و $\textcircled{3}$ معاً

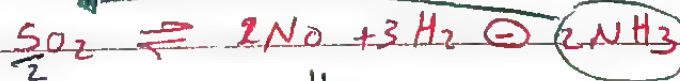
3) نطرح الناتج الناتج مع المعادلة $\textcircled{1}$



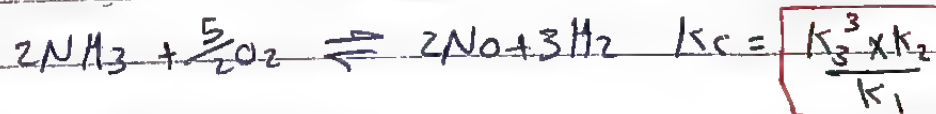
↓



↓



↓

لائحة

في هذا التفاعل لا يشار الإقتران بإضافة المزيد من B أو A لأن تركيزهما ثابت
فيها زاد تركيزها

ولا يشار إلى تأثير الضغط والحرارة وكمية (g)

عند زيادة الضغط يزداد التفاعل في الاتجاه العكسي

لاحظ

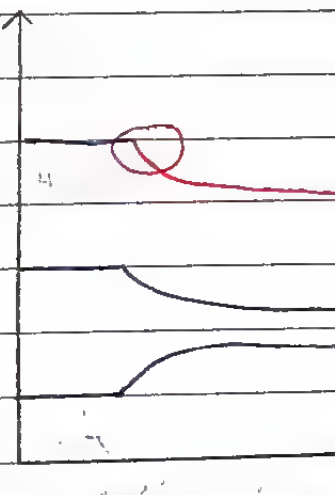
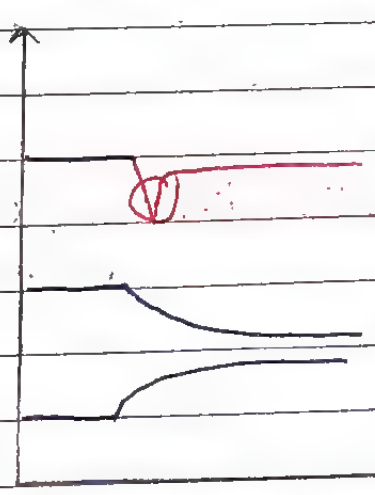
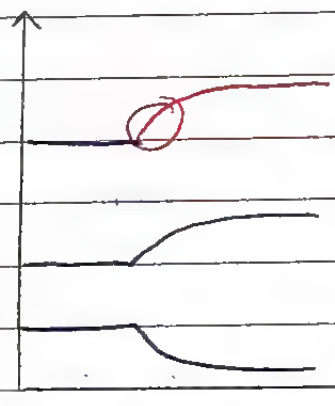
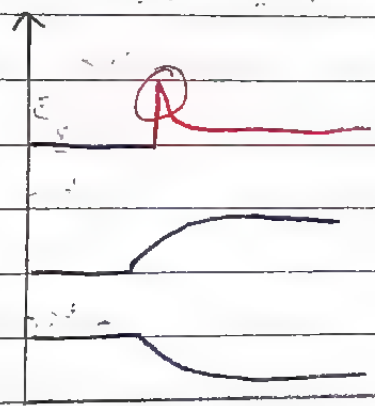
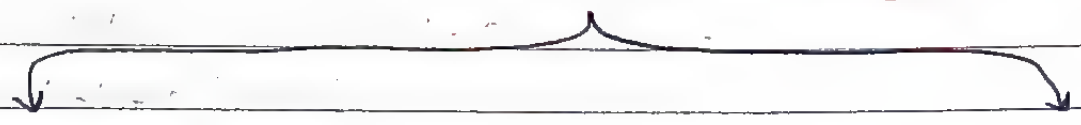
① درجة الحرارة لا تؤثر على طاقة التنشيط وإنما تؤثر على طاقة حركة الجزيئات حتى تصل لطاقة التنشيط بصورة أسرع

② العامل الوحيد الذي يؤثر على طاقة التنشيط هو العامل الحفاز

③ يمكن الاستغناء عن درجة الحرارة بمقارعة زيادة تركيز المتفاعلات بنسبة ١٠٠% حيث أن الإثنيه يؤديه إلى مضاعفة سرعة التفاعل



لاحظ



نزع أو إضافة أحد المتفاعلات
أو النواتج

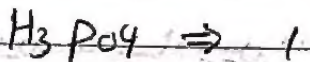
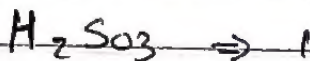
نزع أو خفض درجة الحرارة
أو الضغط

لا حظ كيف يُعرف الحمض القوي؟ (بالنسبة للأحماض الألكسجينية)

من خلال الفرق بين عدد O وعدد H

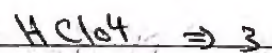
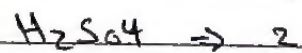
إذا كان $\square \Rightarrow$

إذاً الحمض ضعيف مثل



إذا كان $\square \square \square \Rightarrow$

إذاً الحمض قوي مثل



لا حظ $HF < HCl < HBr < HI$ مع زيادة قوة الحمض

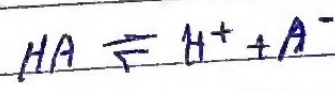
تناسب قوة الحمض العاكس
مع زيادة عدد ذرات الهالوجين
فردياً مع نصف القطر
أكثرهم من قيمة pH

مع زيادة قوة الحمض
أقلهم من قيمة pH

(معلومة)

$$pH = -\log [H^+] = \log \frac{1}{[H^+]}$$

لا حظ (مهم)



عند تخفيف حمض ضعيف يحدث الأتي:

1. يقل α وبالتالي لابد أن تزداد α حتى تظل قيمة K_a ثابتة



2. فليس غافراً أن $[H^+] = [A^-]$

3. $[HA]$ أكثر بكثير من $[H^+]$

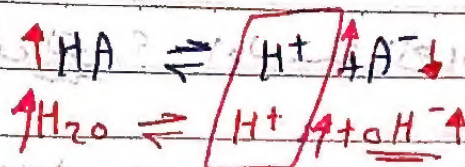
وعندما يقل α يقل $[HA]$

وبالتالي يقل أيضاً $[H^+]$ أي تزداد قيمة pH

بالضعف للحمض الضعيف

أو بطريقة أخرى عند طريق الأيونات - تزداد

(مقارنة بـ $[HA]$)



عند إضافة الماء يزداد $[\text{H}^+]$ فينبط التفاعل في الاتجاه العكسي أي يزداد pH (مقارنة بتركيز $[\text{H}^+]$ للماء) برفضه

الملاحظة (مهم) عند خلط حجمين متساويين فإن تركيز الأيونات يقل للنصف تقريباً لأن الحجم زاد للضعف

تطبيق عند خلط حجمين متساويين من محلول (A) pH له 2 و B قيمة pH له 6 فإن قيمة pH الخليط تقترب من

8 ← 6 ← 4 ← 2 ←

$$\text{A في } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ M}$$

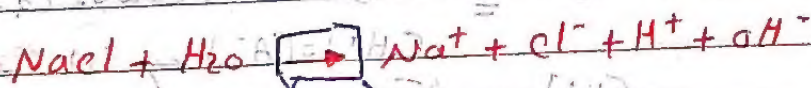
$$\text{B في } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-6} \text{ M}$$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ في الخليط} = \frac{10^{-2} + 10^{-6}}{2} = 5.0005 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = 2.3 = \text{pH} \text{ أي يقترب من } 2$$

الذوب

في ذوبان الأملاح المائية عند pH قوي وقاعدة قوية لا يعتبر ملحاً (لأنه لم ينتج منه حمض أو قاعدة)

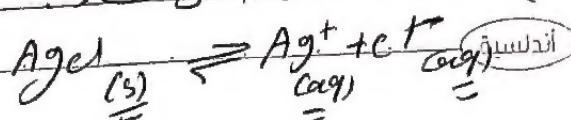


الكروانية

ملح تمام الذوبان في الماء ولا يعتبر ملحاً قوياً

ومثله K_2SO_4

(معلومة) لا تزداد غير المتجانس عندما تختلف الحالة الفيزيائية للمذاب عنه للتفاعلات مثل ذوبان الأملاح ضعيفة الذوبان في الماء



حاصل الإذابة K_{sp} (ملاحظات مهمة)

في أحياناً في بعض المسائل لا يذكر أن المحلول مشبع وبالتالي يجب حساب قيمته إحصائية هي Q_{sp} وتسمى الحاصل الأيوني للملح وهو قيمة لا تتغير عند حاصل الإذابة بل تغير عند تركيز الأيونات في المحلول المعطاة بالمسألة وهو تركيز ليس بالضرورة أن تكون ظروفه إمتزانه.



$$K_{sp} > [A^+][B^-] \Leftrightarrow K_{sp} > Q_{sp} \quad \text{حالة ١}$$

في هذه الحالة يعني أن المحلول غير مشبع (المحلول حالة التبعيع بعد)

في المحاليل غير المشبعة لا يحدث بها إمتزانه

في لا يتكون راسب نظراً لكون قيمة K_{sp}

في قابلية الملح للذوبان أكبر من قابليته للتسبب

في يمكن إذابة كمية أخرى من الملح حتى يصل إلى حالة التبعيع (الإمتزان)

$$K_{sp} = [A^+][B^-] \Leftrightarrow K_{sp} = Q_{sp} \quad \text{حالة ٢}$$

في المحلول مشبع والأيونات في المحلول في حالة إمتزانه مع الملح الصلب شحيح الذوبان ولا يتكون راسب

في أي تغيير في المحلول سيؤدي لاختلال الإمتزانه

$$K_{sp} < [A^+][B^-] \Leftrightarrow K_{sp} < Q_{sp} \quad \text{حالة ٣}$$

في المحلول فوق مشبع وغير متزن (محلل بالأيونات الزائدة) وبالتالي لابد أن ينشط

التفاعل من الإذابة العكسي حتى يستعيد حالة الإمتزانه فيكون الزيادة من الراسب

في يتكون راسب نظراً لكون قيمة K_{sp}

في عند إضافة كمية جديدة من الملح ستراسب ولن يتفكك إلى أيونات

تطبيقات مهمة

١٥٥
توقع ما إذا كان سيبكون راسب عند $PbCl_2$ عند إضافة 100 ml من 0.1 M NaCl إلى 100 ml من $0.02\text{ M Pb(NO}_3)_2$ علماً بأن K_{sp} له 1.7×10^{-5}

الطلب

علماً أن نخل المسألة لازم نعرف تركيز (Cl^-) ، (Pb^{2+})

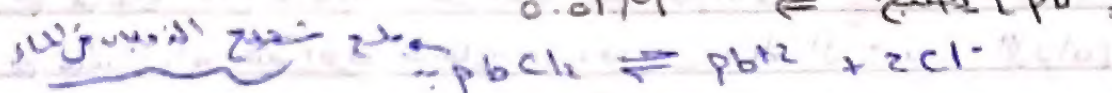


قبل الخلط

التركيز $[\text{Cl}^-]$ قبل الخلط يساوي 0.01Mالتركيز $[\text{Pb}^{2+}]$ قبل الخلط يساوي 0.02M

بعد الخلط

يتم تكوين ملح PbCl_2 وبما أن حجم المحلولين متساوي فإنه التركيزات
تقل النصف

أي أن تركيز $[\text{Cl}^-]$ يصبح $0.005M$ و تركيز $[\text{Pb}^{2+}]$ يصبح $0.01M$ نسب العناصر الأيونية ونقارنه بـ K_{sp} المركب لنرى هل يصير سب أم لا

$$Q_{sp} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^-]^2$$

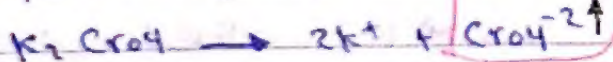
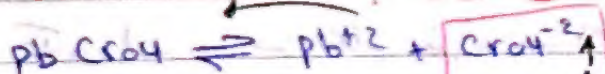
$$= 0.01 \times (0.005)^2 = 2.5 \times 10^{-7}$$

$$\therefore K_{sp} = 1.7 \times 10^{-5}$$

$$Q_{sp} < K_{sp}$$

في المحلول ليس شبعاً وله يتكون ملح PbCl_2 ولكن يتكون (ابن يلزم
إضافة المزيد من المحلولية

من لماذا يتكونه كرومات الرصاص أمثلة ذواتية في المحلول المائي لكرومات البوتاسيوم

عند ذوبانه في الماء ؟ $K_2\text{CrO}_4$ 

الأيون المشترك

عند ذوبانه في كرومات البوتاسيوم يزداد تركيز أيون الكرومات فينتج التفاعل
في الاتجاه العكس فتتكون المزيد من كرومات الرصاص